EXERCICE 1 : DEUX DÉTARTRANTS POUR CAFETIÈRES ÉLECTRIQUES (7 points)

Deux produits différents peuvent être utilisés pour détartrer les cafetières électriques. Le premier, se présentant sous forme de poudre, est de l'acide citrique. Le mode d'emploi pour un détartrage est le suivant :

- *Diluer complètement la poudre détartrante dans 1/2 litre.*
- *Verser la solution dans le réservoir d'eau et mettre en marche l'appareil.*
- *Après écoulement de la moitié de la solution, arrêter l'appareil et laisser agir trente minutes.*
- *Remettre en marche pour l'écoulement du reste de la solution.*
- *Effectuer 3 rinçages successifs à l'eau claire.*

Le deuxième détartrant est une poudre à base d'acide sulfamique. Son mode d'emploi ne diffère de celui du premier que par le temps d'action, réduit à dix minutes.

<u>Données :</u> *masse molaire de l'acide citrique :* $M_1 = 192\ g.mol^{-1}$.
masse molaire de l'acide sulfamique : $M_2 = 97{,}0\ g.mol^{-1}$

1. Fabrication de la solution détartrante n°1

1.1. L'utilisation du verbe «diluer» dans le mode d'emploi du détartrant est-elle pertinente ? Justifier.

1.2. La masse m_1 d'acide citrique utilisée pour obtenir le volume V_1 = 0,50 L de solution détartrante est égale à 20 g.
Calculer la concentration molaire c_1 en acide citrique de la solution détartrante n°1.

2. Comportement des deux acides dans l'eau

On considère une solution d'acide citrique S_1 et une solution d'acide sulfamique S_2 de même concentration molaire en soluté apporté C = 1,00 x 10^{-2} $mol.L^{-1}$ et de même volume V = 1,00 L. À 25 °C, on mesure un pH de valeur 2,6 pour S_1 et de valeur 2,0 pour S_2.

2.1. Réaction d'un acide avec l'eau :

2.1.1. Définir un acide selon Br∅nsted.

2.1.2. Écrire l'équation de la réaction d'un acide AH avec l'eau.

2.2. En utilisant un tableau d'avancement, établir l'expression du taux d'avancement final τ de la réaction de l'acide AH avec l'eau en fonction du pH de la solution et de la concentration molaire c.

2.3. On note A_1H l'acide citrique et A_2H l'acide sulfamique. Calculer les taux d'avancement final, notés respectivement τ_1 et τ_2, de chacune des réactions associées aux transformations donnant les solutions S_1 et S_2. Commenter les résultats obtenus.

3. Étude du couple acide citrique / ion citrate

3.1. En conservant la même notation A_1H pour l'acide citrique, donner l'expression de la constante d'acidité Ka_1 du couple acide citrique / ion citrate.

3.2. À partir du tableau d'avancement, calculer la valeur de la constante Ka_1 du couple de l'acide citrique, puis celle de son pKa_1.

3.3. Quelle forme, acide ou basique, de l'acide citrique prédomine dans la solution S_1 ? Justifier.

4. Titrage de l'acide sulfamique dans la solution détartrante n°2

Pour déterminer la masse d'acide sulfamique contenue dans la poudre du deuxième détartrant, on procède à un titrage pH-métrique.
Pour cela, on dissout une masse m = 1,00 g de ce détartrant dans de l'eau déminéralisée pour obtenir une solution S de volume V = 100,0 mL.
Une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium, de formule ($Na^+_{(aq)}$+ $HO^-_{(aq)}$)et de concentration c_B = 0,200 mol.L^{-1} permet de doser un volume V' = 20,0 mL de la solution S.
Les résultats expérimentaux sont les suivants :

- Volume de solution d'hydroxyde de sodium versée à l'équivalence :
  VBE = 9,8 mL
- pH à l'équivalence : pH_E= 7,1

4.1. En notant A_2H l'acide sulfamique, écrire l'équation de la réaction support du dosage.

4.2. Définir l'équivalence d'un titrage.

4.3. Détermination de la masse d'acide sulfamique contenue dans la poudre détartrante :

4.3.1. Établir l'expression littérale de la concentration c_A en acide sulfamique dissous en fonction de c_B, V_{BE} et V'. Calculer c_A.

4.3.2. Déterminer la masse m_A d'acide sulfamique contenu dans m = 1,00 g de détartrant.

4.4. Un sachet de détartrant n°2 contient 20 g de p oudre à diluer dans 0,50 L d'eau.

4.4.1. Déduire de ce qui précède, la masse m_2 d'acide sulfamique contenue dans 20 g de poudre détartrante.

4.4.2. Calculer la concentration molaire c_2 en acide sulfamique dans la solution ainsi préparée.

5. Pourquoi des temps d'action différents pour les deux solutions détartrantes ?

Le tartre est du carbonate de calcium $CaCO_{3(s)}$. *La réaction chimique du carbonate de calcium avec les ions oxonium des solutions détartrantes peut être modélisée par l'équation suivante :*

$$CaCO_{3(s)} + 2\ H_3O^+ = Ca^{2+}_{(aq)} + CO_{2(g)} + 3\ H_2O_{(\ell)}$$

5.1. Montrer que la concentration en ions oxonium H_3O^+ est plus grande dans la solution contenant de l'acide sulfamique que dans la solution d'acide citrique.

5.2. Quel argument permettrait de justifier la différence entre les temps d'action pour les deux détartrants ?